**Wählen Sie aus und kreuzen Sie an (wenn nicht anders angegeben).**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **System und Umgebung**    Ergänzen Sie die Tabelle.  Welche Formulierungen des Energieerhaltungssatzes sind korrekt? | |  |  |  | | --- | --- | --- | | **System** | Stoffaustausch mit  der Umgebung | Energieaustausch mit der Umgebung | | … | ja | … | | geschlossen | … | … | | … | … | nein |   Die Gesamtenergie von System und Umgebung bleibt immer konstant.  Die innere Energie in einem isolierten System bleibt immer konstant.  In einem offenen oder geschlossenen System entspricht die Änderung  der inneren Energie der mit der Umgebung ausgetauschten Energie. |
| **Kalorimetrie – experimentelle Bestimmung von Reaktionswärmen**  Berechnen Sie mit den Angaben rechts   1. die Reaktionswärme Q (in kJ) 2. den massebezogenen Brennwert *HS* von Ethanol in MJ/kg 3. die molare Standardverbrennungs-enthalpie *ΔcHm* (C2H5OH) in kJ/mol. | In einem Kalorimeter werden 0,331 g Ethanol vollständig zu Kohlenstoffdioxid und Wasser verbrannt. Das Wasser kondensiert im Reaktionsgefäß. Eine vorher eingewogene Wasserportion von 398 g um das Reaktionsgefäß herum wird dabei von 19,5°C auf 25,4°C erwärmt.  E:\Seminar\Chemiedidaktik_Gym_Sem_HN_Wiese2011\P_Zeichenprogramme\FormeleditorPaint\Strukturformel_Bibliothek\Kalorimeter.bmp  (spezifische Wärmekapazität von Wasser: *cw*= 4,19 J ⋅ g-1 ⋅ K-1)  *Q = …………………………..*  *HS = …………………………..*  *ΔCHm = ……………………….* |
| **Heizwert und Brennwert**  Welche Aussagen sind korrekt? | Heizwerte und Brennwerte von Brennstoffen beschreiben die nutzbare  Wärmemenge massen- bzw. volumenbezogen (in MJ/kg oder MJ/m3).  Beim Heizwert betrachtet man die Verbrennung zu Wasserdampf,  der Brennwert bezieht sich auf kondensiertes Wasser.  Der Heizwert ist höher als der Brennwert, weil die  Kondensationswärme aufgebracht werden muss.  Der Brennwert ist immer höher als der Heizwert, sofern der Brennstoff  gebundenen Wasserstoff enthält. |
| **Standardreaktionsenthalpien *ΔrH0***  Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die vollständige Verbrennung von Ethanol zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.  Berechnen Sie die molare Standard-bildungsenthalpie von Ethanol. | Molare Standardbildungsenthalpien:  *ΔfHm*(CO2) = -394 kJ/mol *ΔfHm*(H2O liquid) = -286 kJ/mol  Molare Standardverbrennungsenthalpie *ΔcHm* (C2H5OH) siehe oben  ……………………………………………………………………………………………………………………………………………………………… |
| **Reaktionsentropie *ΔrS* und  freie Reaktionsenthalpie *ΔrG***  Gibbs-Helmholtz-Gleichung:  Bei *p* = konst. und *T* = konst. gilt:  ***ΔrG = -T ⋅ ΔS(Gesamt) = ΔrH – T ⋅ Δr S(System)***  Welche Aussagen sind korrekt? | Die Entropie S ist ein Maß für die Wahrscheinlichkeit eines Zustands.  Entropieerhöhung ist das Kriterium für die Spontaneität einer Reaktion.  Die Entropie steigt, wenn auf Produktseite mehr Teilchen im  gasförmigen Zustand sind als auf Eduktseite.  Per Definition ist die Entropie elementarer Stoffe gleich 0 J·mol-1 ·K-1.  Wenn Gase entstehen, sinkt die Entropie.  Die Reaktionsenthalpie *ΔrH* hat keine Auswirkungen auf die Entropie.  Die Reaktionsenthalpie beeinflusst die Entropie der Umgebung.  Eine Reaktion verläuft spontan, wenn gilt *ΔrG* = **-** n kJ. |
| **Spontane oder erzwungene Reaktion?**  Ergänzen Sie die Tabelle.  **A)** immer spontan (exergonisch)  **B)** immer erzwungen (endergonisch)  **C)** nur bei niedrigen Temperaturen spontan  **D)** nur bei hohen Temperaturen spontan | |  |  |  | | --- | --- | --- | |  | Reaktionsenthalpie negativ (exotherm) | Reaktionsenthalpie positiv (endotherm) | | Entropie des Systems wird größer | … | … | | Entropie des Systems wird kleiner | … | … | |
| **System und Umgebung**    Ergänzen Sie die Tabelle.  Welche Formulierungen des Energieerhaltungssatzes sind korrekt? | |  |  |  | | --- | --- | --- | | **System** | Stoffaustausch mit  der Umgebung | Energieaustausch mit der Umgebung | | offen | ja | ja | | geschlossen | nein | ja | | isoliert | nein | nein |   Die Gesamtenergie von System und Umgebung bleibt immer konstant.  Die innere Energie in einem isolierten System bleibt immer konstant.  In einem offenen oder geschlossenen System entspricht die Änderung  der inneren Energie der mit der Umgebung ausgetauschten Energie. |
| **Kalorimetrie – experimentelle Bestimmung von Reaktionswärmen**  Berechnen Sie mit den Angaben rechts   1. die Reaktionswärme Q (in kJ) 2. den massebezogenen Brennwert *HS* von Ethanol in MJ/kg 3. die molare Standardverbrennungs-enthalpie *ΔcHm* (C2H5OH) in kJ/mol. | In einem Kalorimeter werden 0,331 g Ethanol vollständig zu Kohlenstoffdioxid und Wasser verbrannt. Das Wasser kondensiert im Reaktionsgefäß. Eine vorher eingewogene Wasserportion von 398 g um das Reaktionsgefäß herum wird dabei von 19,5°C auf 25,4°C erwärmt.  E:\Seminar\Chemiedidaktik_Gym_Sem_HN_Wiese2011\P_Zeichenprogramme\FormeleditorPaint\Strukturformel_Bibliothek\Kalorimeter.bmp  (spezifische Wärmekapazität von Wasser: *cw*= 4,19 J ⋅ g-1 ⋅ K-1)  *Q =* 4,19 J ⋅ g-1 ⋅ K-1 ⋅ 398 g ⋅ 5,9 K = 9840 J = 9,84 kJ  *HS =* 9,84 kJ / 0,331 g = 29,7 kJ/g= 29,7 MJ/kg  *ΔCHm =* - (29,7 kJ/g ⋅ 46 g/mol) = - 1367 kJ/mol |
| **Heizwert und Brennwert**  Welche Aussagen sind korrekt? | Heizwerte und Brennwerte von Brennstoffen beschreiben die nutzbare  Wärmemenge massen- bzw. volumenbezogen (in MJ/kg oder MJ/m3).  Beim Heizwert betrachtet man die Verbrennung zu Wasserdampf,  der Brennwert bezieht sich auf kondensiertes Wasser.  Der Heizwert ist höher als der Brennwert, weil die  Kondensationswärme aufgebracht werden muss.  Der Brennwert ist immer höher als der Heizwert, sofern der Brennstoff  gebundenen Wasserstoff enthält. |
| **Standardreaktionsenthalpien *ΔrH0***  Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die vollständige Verbrennung von Ethanol zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.  Berechnen Sie die molare Standard-bildungsenthalpie von Ethanol. | Molare Standardbildungsenthalpien:  *ΔfHm*(CO2) = -394 kJ/mol *ΔfHm*(H2O liquid) = -286 kJ/mol  Molare Standardverbrennungsenthalpie *ΔcHm* (C2H5OH) siehe oben  C2H5OH + 3 O2 → 2 CO2 (g) + 3 H2O (l)  *ΔfHm* (C2H5OH)= [2 mol ⋅(- 394 kJ/mol) + 3 mol ⋅(- 286 kJ/mol) – (-1367 kJ)] : 1 mol  *ΔfHm*(C2H5OH)= - 279 kJ/mol |
| **Reaktionsentropie *ΔrS* und  freie Reaktionsenthalpie *ΔrG***  Gibbs-Helmholtz-Gleichung:  Bei *p* = konst. und *T* = konst. gilt:  ***ΔrG = -T ⋅ ΔS(Gesamt) = ΔrH – T ⋅ Δr S(System)***  Welche Aussagen sind korrekt? | Die Entropie S ist ein Maß für die Wahrscheinlichkeit eines Zustands.  Entropieerhöhung ist das Kriterium für die Spontaneität einer Reaktion.  Die Entropie steigt, wenn auf Produktseite mehr Teilchen im  gasförmigen Zustand sind als auf Eduktseite.  Per Definition ist die Entropie elementarer Stoffe gleich 0 J·mol-1 ·K-1.  Wenn Gase entstehen, sinkt die Entropie.  Die Reaktionsenthalpie *ΔrH* hat keine Auswirkungen auf die Entropie.  Die Reaktionsenthalpie beeinflusst die Entropie der Umgebung.  Eine Reaktion verläuft spontan, wenn gilt *ΔrG* = **-** n kJ. |
| **Spontane oder erzwungene Reaktion?**  Ergänzen Sie die Tabelle.  **A)** immer spontan (exergonisch)  **B)** immer erzwungen (endergonisch)  **C)** nur bei niedrigen Temperaturen spontan  **D)** nur bei hohen Temperaturen spontan | |  |  |  | | --- | --- | --- | |  | Reaktionsenthalpie negativ (exotherm) | Reaktionsenthalpie positiv (endotherm) | | Entropie des Systems wird größer | A | D | | Entropie des Systems wird kleiner | C | B | |